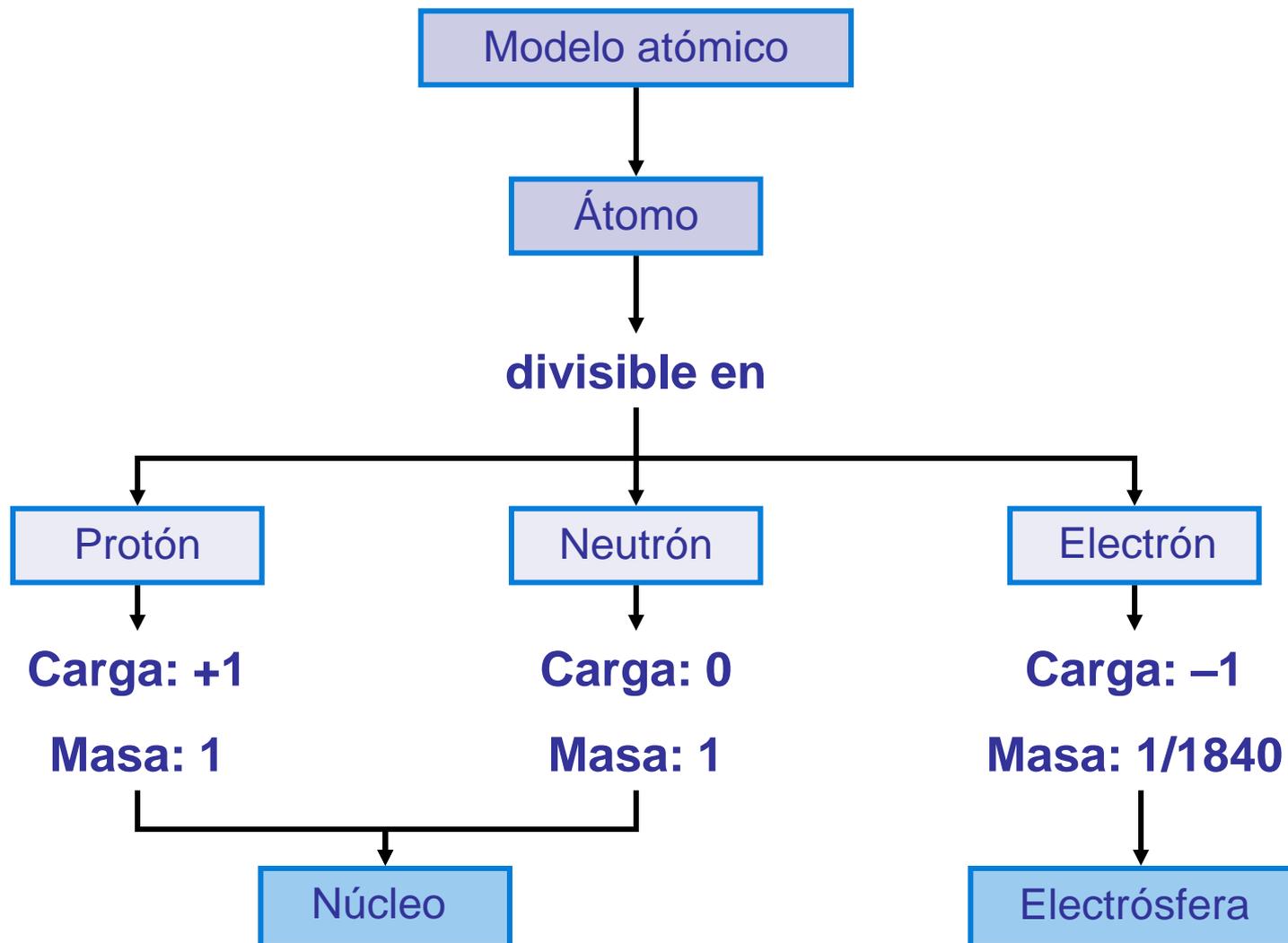
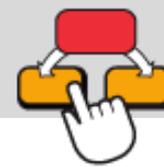


# PROGRAMA CIENCIAS: MÓDULO COMÚN QUIMICA

CLASE I

NÚMEROS CUÁNTICOS Y  
CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

A solid blue horizontal bar is located at the bottom of the slide, spanning the entire width of the page.





- Conocer los números cuánticos.
- Trabajar con la configuración electrónica.
- Relacionar los números cuánticos con la configuración electrónica.



¿Cuál es la configuración electrónica del anión  $^{15}\text{X}^{2-}$ , que es isótono con el  $^{16}_8\text{O}$ ?

- A)  $1s^2 2s^2 2p^3$
- B)  $1s^2 2s^2 2p^1$
- C)  $1s^2 2s^2 2p^4$
- D)  $1s^2 2s^2 2p^6$
- E)  $1s^2 2s^2 2p^5$

Fuente: **DEMRE - U. DE CHILE**, Modelo de Ciencias Proceso de Admisión 2015.



1. Números cuánticos

2. Configuración electrónica

3. Reglas que rigen la configuración electrónica

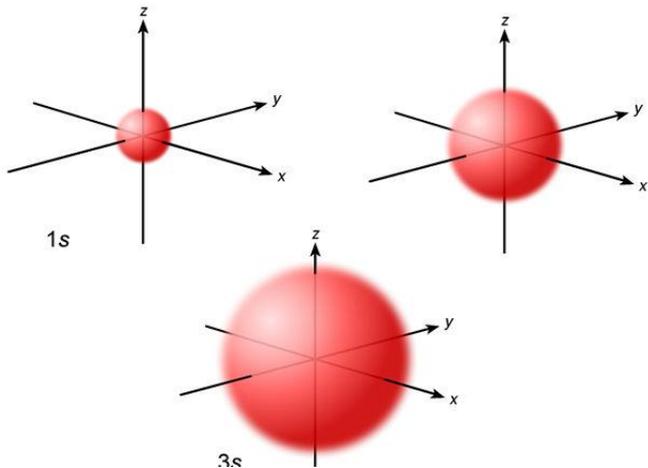




**Schrödinger** propuso una ecuación que contiene términos de ondas y partículas para los electrones.

Resolviendo la ecuación se obtienen **funciones de onda**, que indican la **probabilidad** de que los **electrones** se encuentren en una región delimitada del espacio.

Las variables de la ecuación son los **números cuánticos**.



$$\hat{H} |\Psi(t)\rangle = i\hbar \frac{d}{dt} |\Psi(t)\rangle = \frac{\hat{\mathbf{P}}^2}{2m} |\Psi(t)\rangle + V(\hat{\mathbf{r}}, t) |\Psi(t)\rangle$$



La ecuación de Schrödinger permite obtener **orbitales** y su **energía**.

# 1. Números cuánticos



De la ecuación de Schrödinger emergen naturalmente cuatro números:

## Número cuántico principal o energético, $n$

- Indica la **energía** de los orbitales.
- Cuanto más pequeño el número, más cerca del núcleo.

## Número cuántico secundario o azimutal, $\ell$

- Indica la **forma** de los orbitales.
- Depende del valor de  $n$ , desde 0 hasta  $(n - 1)$ .

Valor $\ell$	0	1	2	3
Tipo orbital	s	p	d	f

## Número cuántico magnético, $m$ o $m_\ell$

- Indica la **orientación espacial** de los orbitales.
- Presenta valores enteros desde  $-\ell$  hasta  $+\ell$ , incluyendo el 0.

## Número cuántico de espín, $s$

- Indica el **sentido de rotación del electrón** en torno a su eje.
- Puede tomar valores  $+1/2$  o  $-1/2$

# 1. Números cuánticos



## 1.1 Número cuántico principal

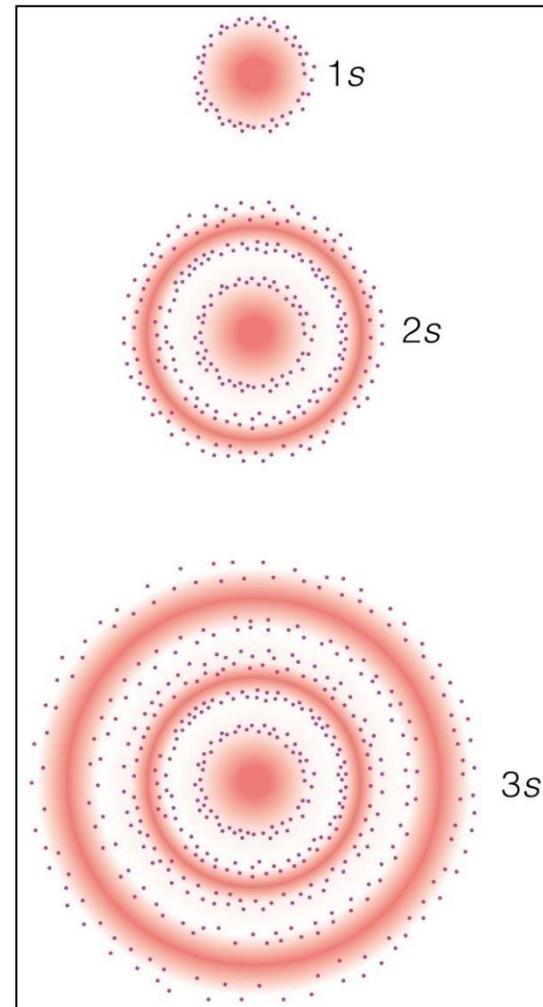
Número principal  
o energético ( $n$ )

Indica la **distancia** entre el núcleo y el electrón.

Permite establecer el **tamaño** del orbital.

Se visualiza en la forma de **capas** alrededor del núcleo.

$n = 1, 2, 3, 4, \dots, \infty$



# 1. Números cuánticos



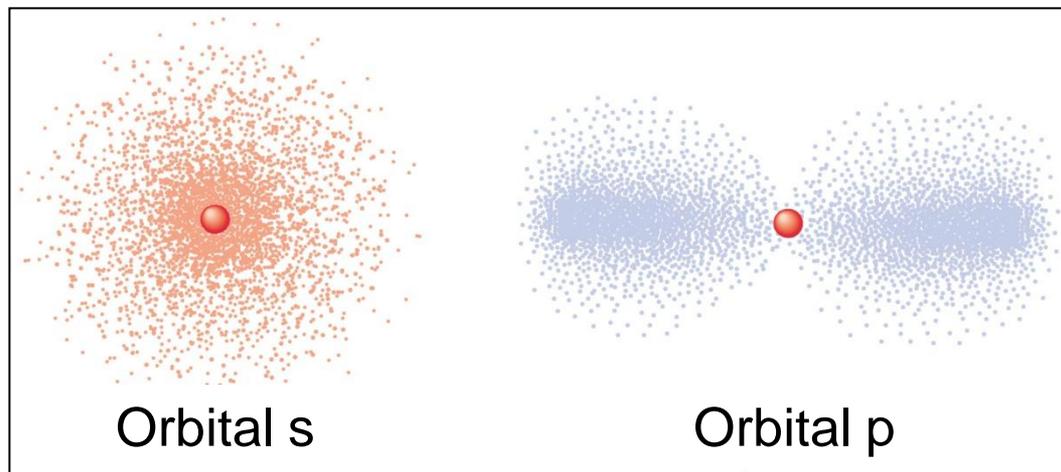
## 1.2 Número cuántico secundario

Número secundario o  
azimutal ( $\ell$ )

Indica la **forma tridimensional**  
de los orbitales.

Se visualiza en la forma de  
**subcapas** dentro de cada nivel  
energético.

Puede existir más de un  $\ell$  por  
nivel energético.



$\ell = 0$  (s), 1 (p), 2 (d)...( $n-1$ )



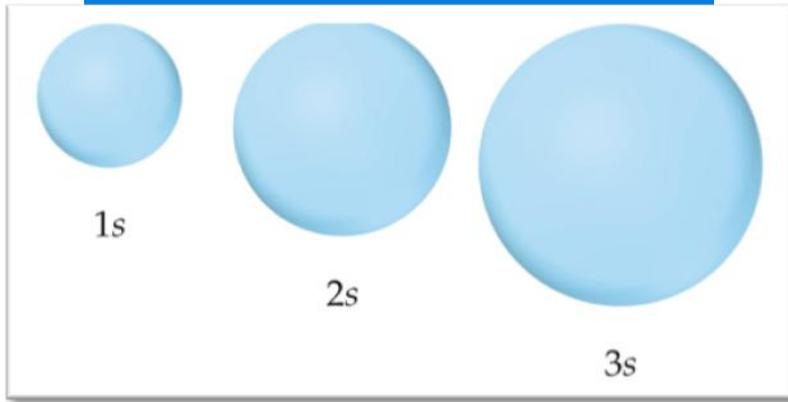
$\ell$  siempre es **menor** que  $n$ .

# 1. Números cuánticos

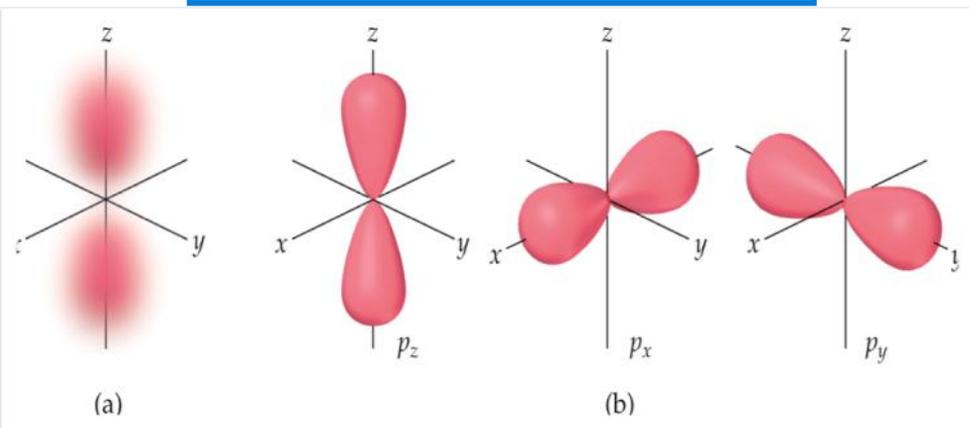


## 1.2 Número cuántico secundario

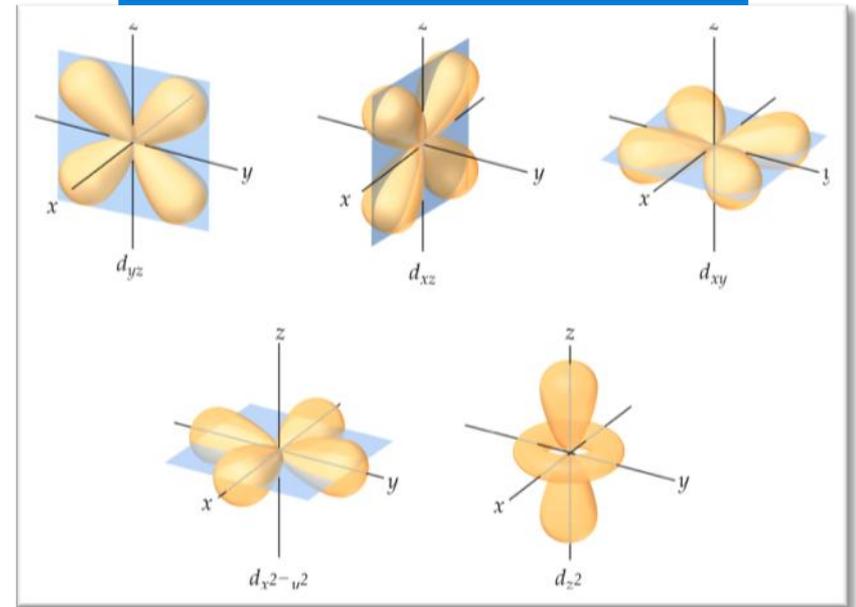
### Orbital s



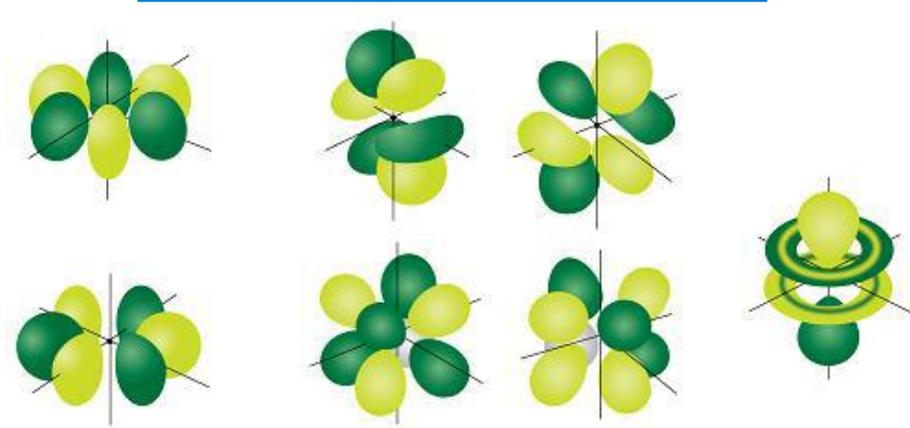
### Orbital p



### Orbital d



### Orbital f



# 1. Números cuánticos



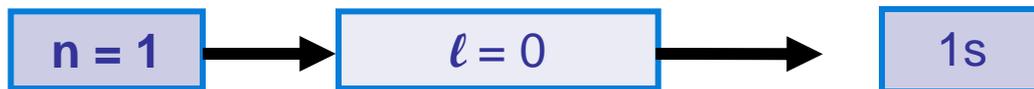
## 1.2 Número cuántico secundario

Orbital tipo	Valor $l$	Nº orbitales ( $2l + 1$ )	Nº electrones
s	0	1	2
p	1	3	6
d	2	5	10
f	3	7	14

# 1. Números cuánticos



## Relación entre números cuánticos $n$ y $l$



# 1. Números cuánticos

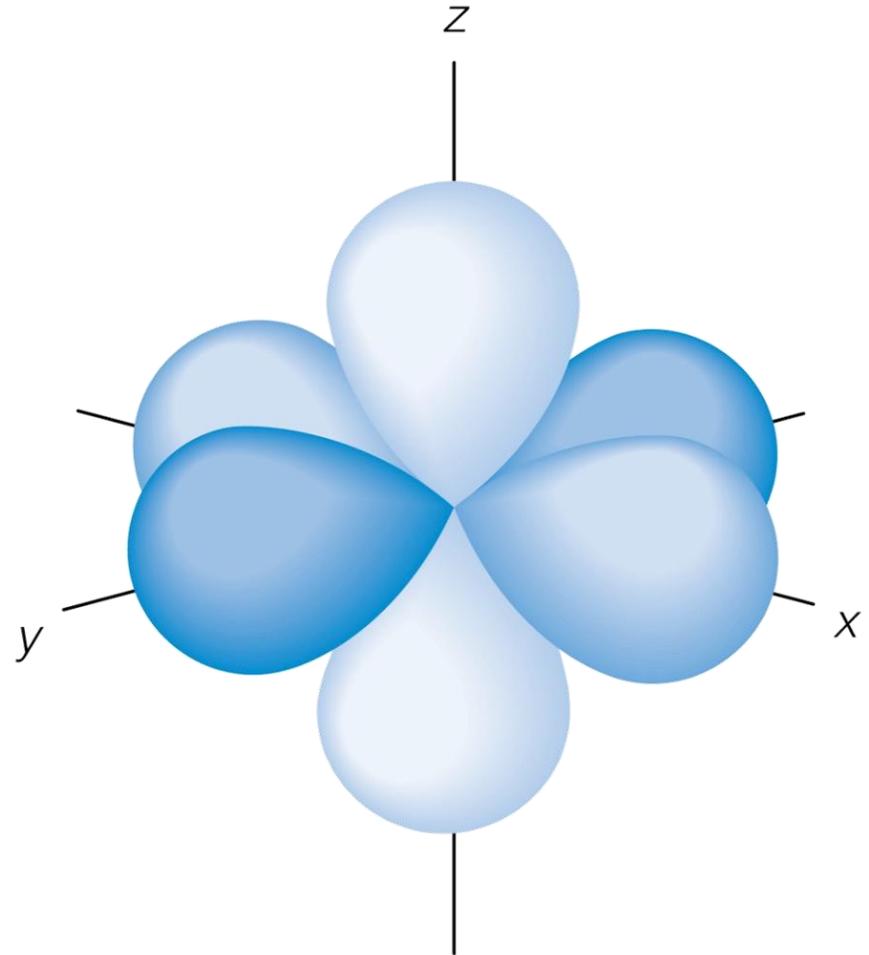


## 1.3 Número cuántico magnético

Número magnético ( $m$ )

Indica la **orientación** en el espacio del orbital.  
Se establece sobre un eje de coordenadas.

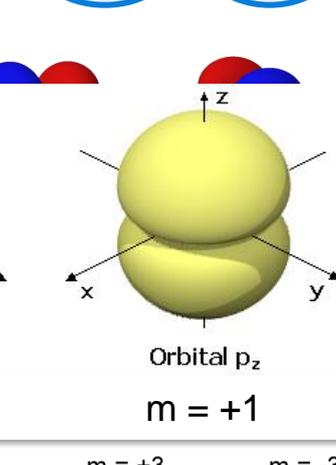
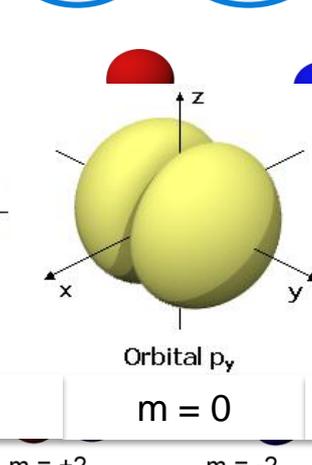
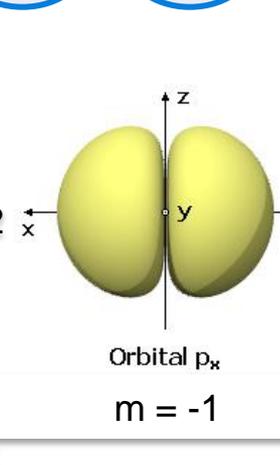
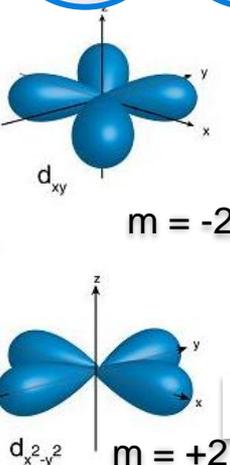
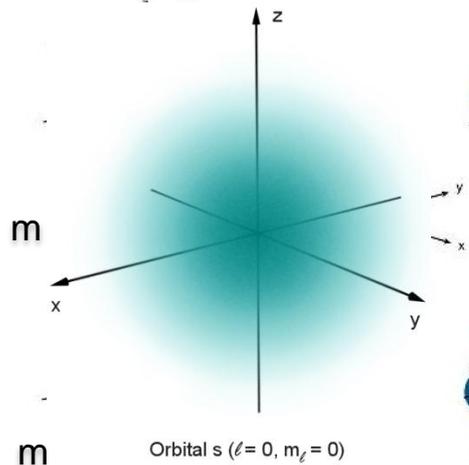
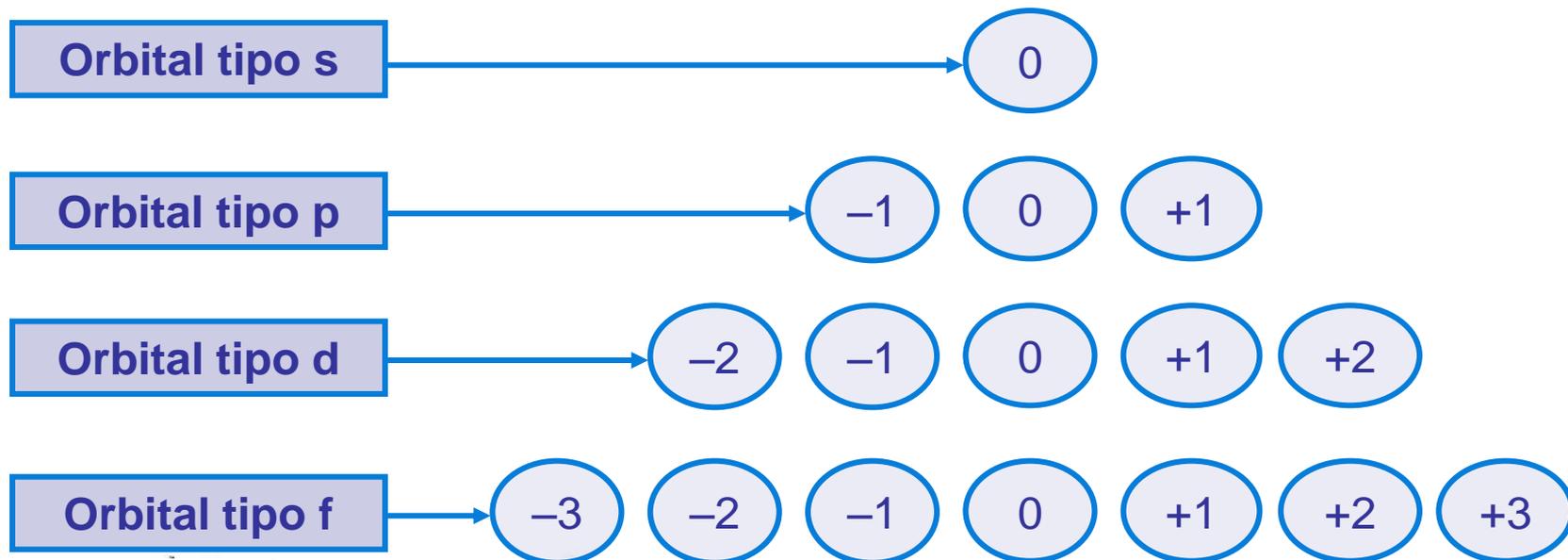
$$m = -l, \dots, 0, \dots, +l$$



# 1. Números cuánticos



## 1.3 Número cuántico magnético



$m = +2$     $m = -2$     $m = +3$     $m = -3$

# 1. Números cuánticos



## 1.4 Número cuántico de espín

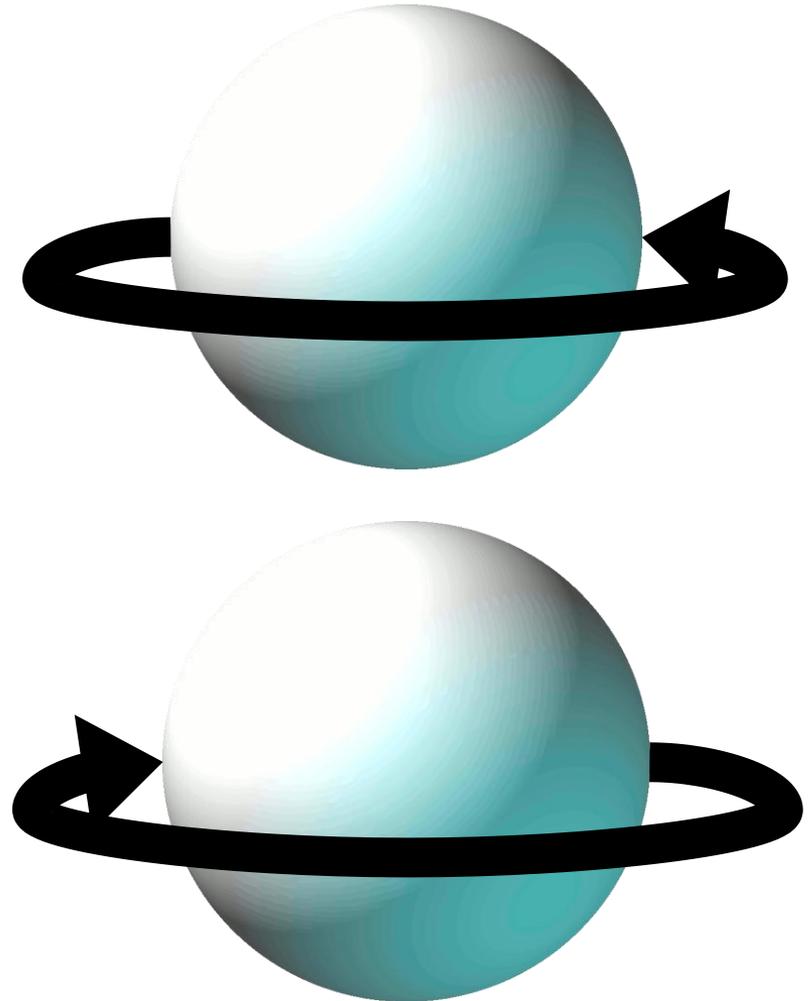
Número de **espín** ( $s$ )

Indica el **sentido de rotación** del electrón sobre su eje.

Es **independiente** de los otros números cuánticos.

Puede adoptar **dos** valores.

$$s = +1/2 \text{ o } -1/2$$





## Estrategia de síntesis

Realiza la actividad propuesta.

Indica qué es cada número cuántico en una o dos palabras.

n



l



m



s

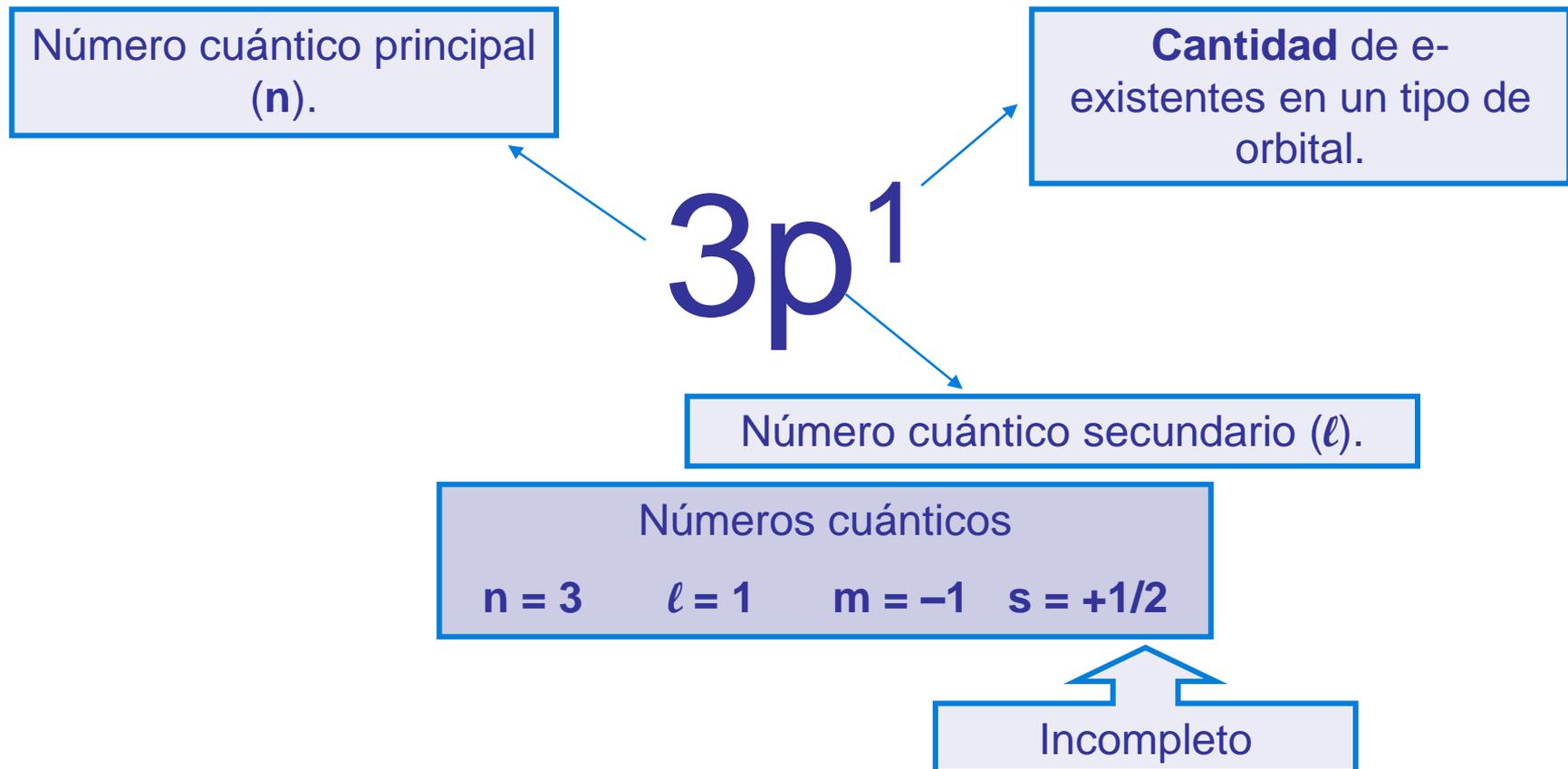


## 2. Configuración electrónica



Permite la completa **descripción** de la estructura de la nube electrónica.

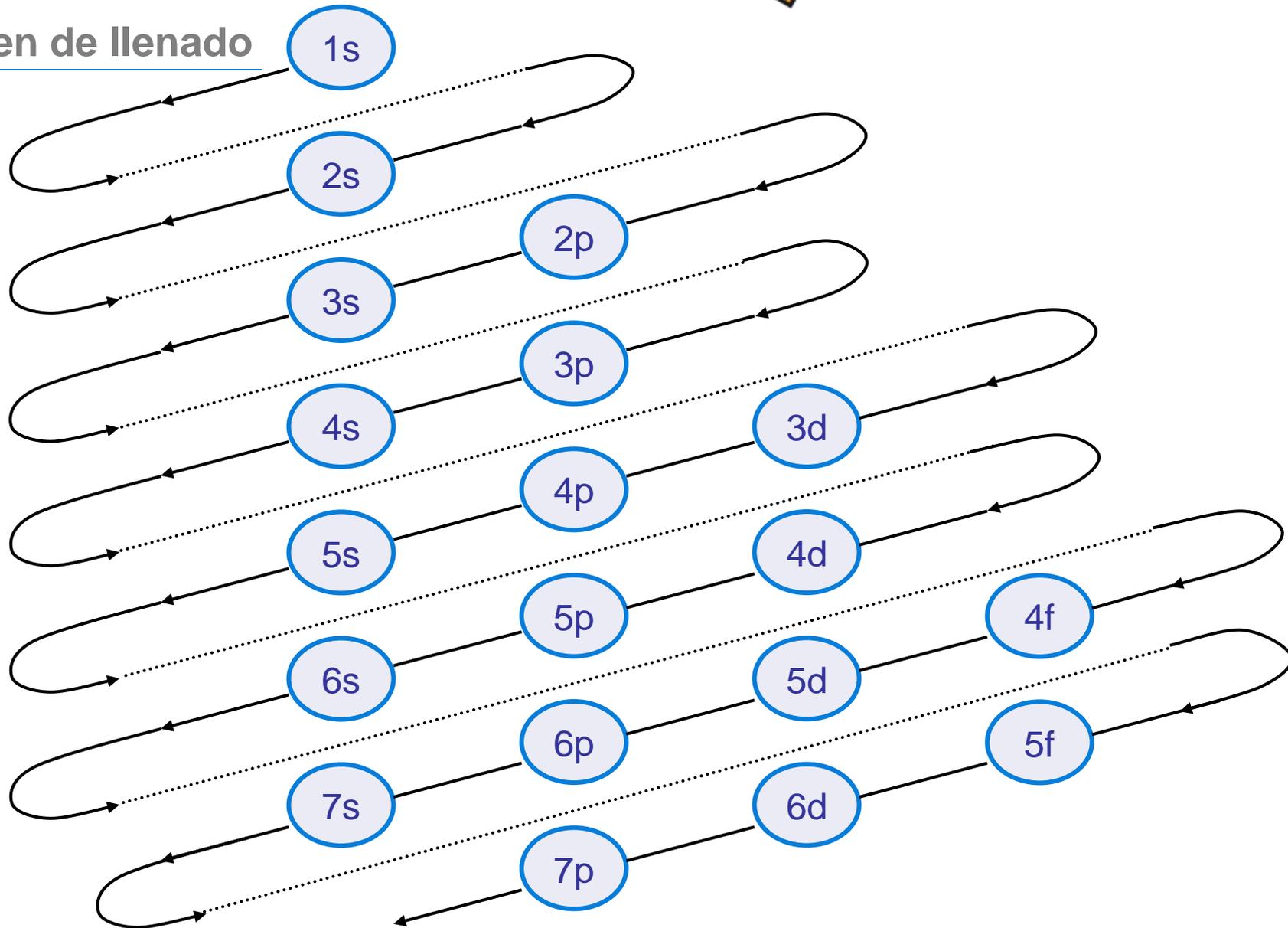
Corresponde a una versión resumida de los números cuánticos de todos los electrones presentes en un átomo.



# 2. Configuración electrónica



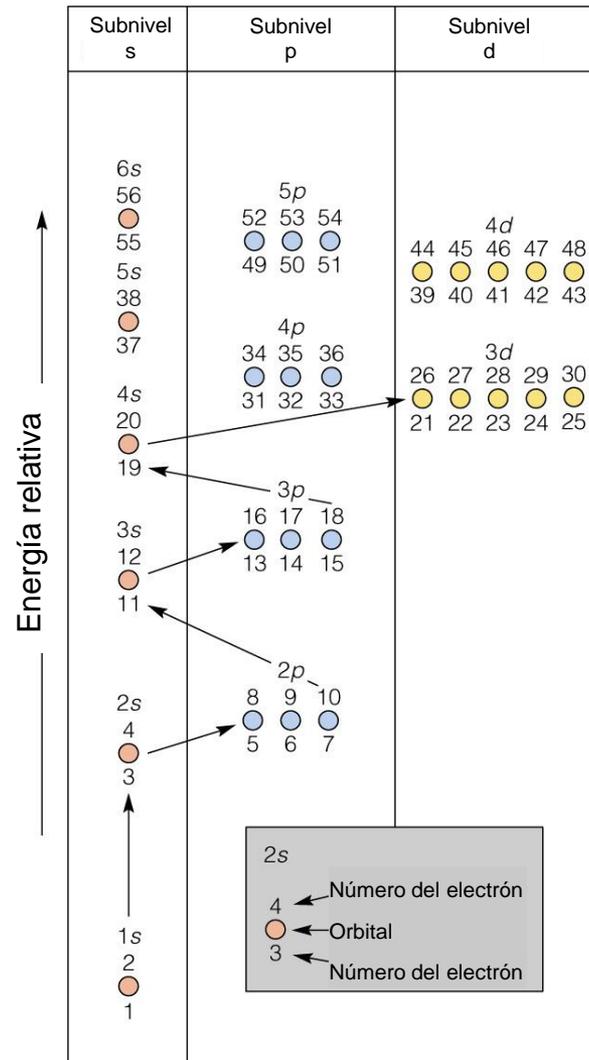
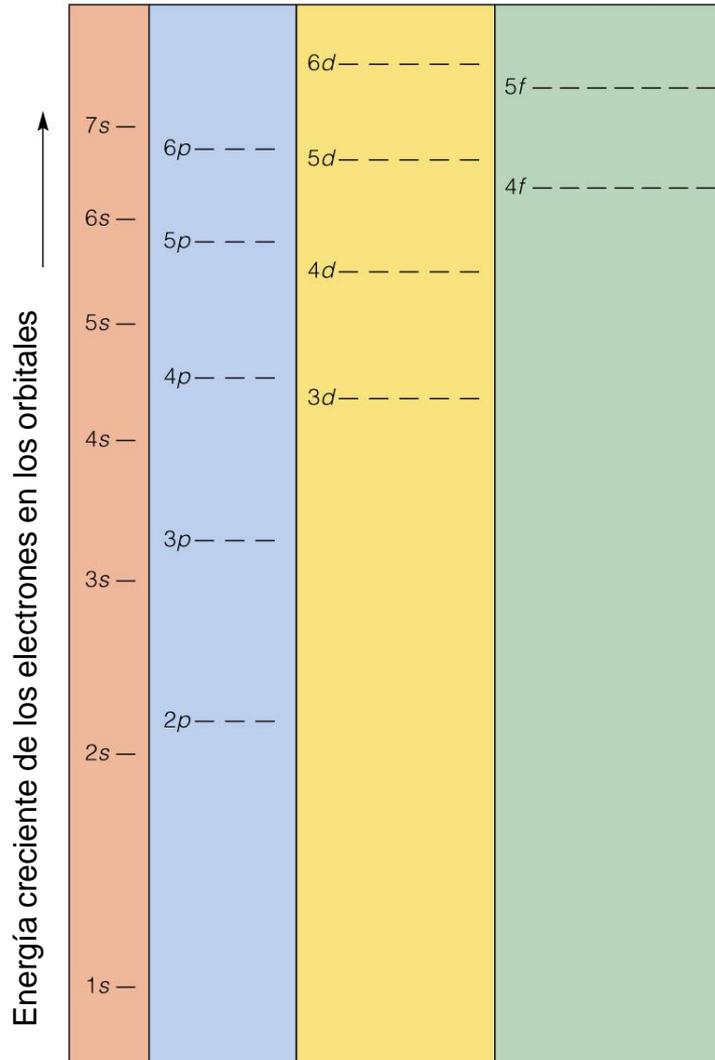
## 2.1 Orden de llenado



# 2. Configuración electrónica



## 2.2 Incremento energético en el orden de llenado





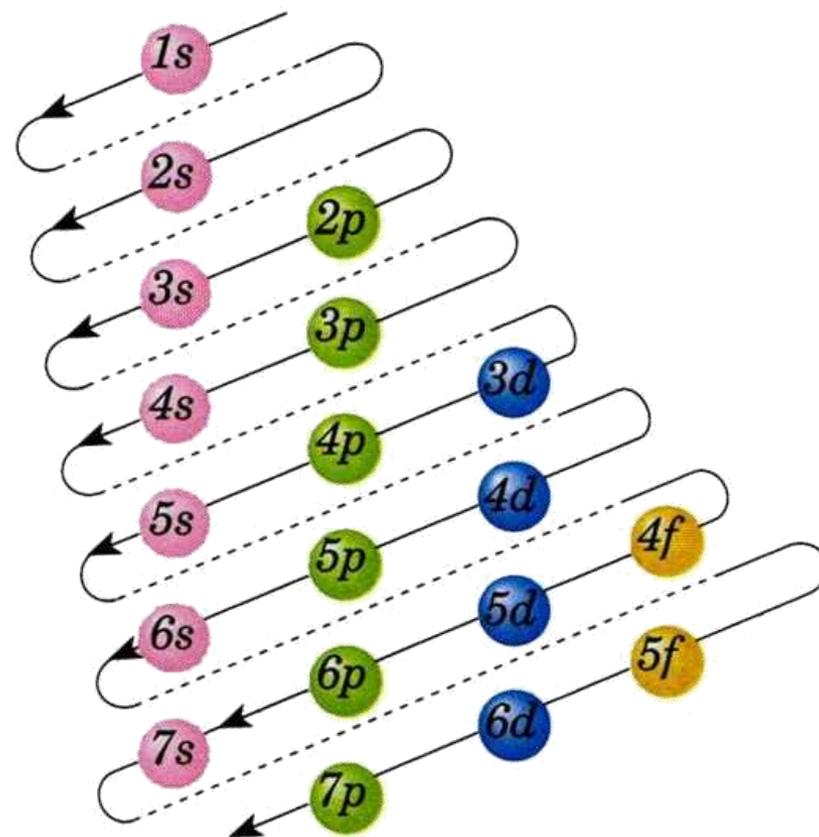
Configuración  
electrónica para 11  
electrones

$_{11}\text{Na}$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Números cuánticos para el último e-

$n = 3 \quad \ell = 0 \quad m = 0 \quad s = +\frac{1}{2}$



*Esquema de llenado de los orbitales atómicos.*

## 2. Configuración electrónica



### 2.3 Configuración electrónica abreviada

Las configuraciones electrónicas se pueden escribir **abreviadas**, utilizando la **configuración del gas noble** más cercano.

**Ejemplos:** Na ( $Z = 11$ ):  $[\text{Ne}]3s^1$

Li ( $Z = 3$ ):  $[\text{He}]2s^1$

**Electrones internos**  
entre corchetes “[ ]”

**Electrones de valencia**  
fuera de la configuración de  
gas noble.

**Gases nobles:** Elementos que tienen la **subcapa p llena** (en el caso del helio, es 1s llena), adquiriendo una gran **estabilidad**. Estos gases en su mayoría son **inertes**.

He ( $Z = 2$ )

Ne ( $Z = 10$ )

Ar ( $Z = 18$ )

Kr ( $Z = 36$ )



La configuración electrónica del elemento  $_{12}\text{Mg}$  establece que los números cuánticos principal, secundario y magnético del último electrón son, respectivamente,

	<b>n</b>	<b>ℓ</b>	<b>m</b>
A)	3	2	0
B)	2	1	+1
C)	3	0	+1
D)	2	1	-1
E)	3	0	0



Aplicación

# 3. Reglas que rigen la configuración electrónica



## 3.1 Principio de exclusión de Pauli

En un átomo no pueden existir dos electrones con el mismo conjunto de números cuánticos.

### Ejemplo:

Se tienen dos elementos: Na y Mg.

Na ( $Z = 11$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Los cuatro números cuánticos son:

n	l	m	s
3	0	0	+1/2

Mg ( $Z = 12$ ):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Los cuatro números cuánticos son:

n	l	m	s
3	0	0	-1/2

Premio Nobel de Física, 1945



“Se cumple el principio de exclusión de Pauli”

# 3. Reglas que rigen la configuración electrónica

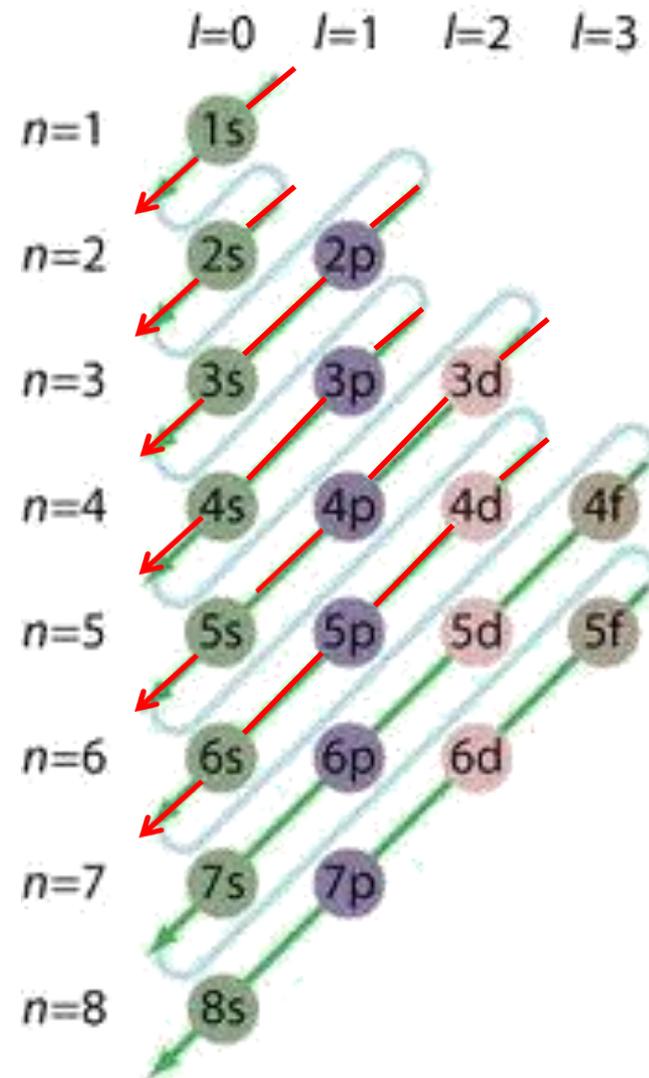


## 3.2 Principio de mínima energía

Los electrones ocupan los orbitales de **menor energía** y, progresivamente, se van llenando los orbitales de mayor energía.

De acuerdo a este principio, la configuración electrónica de un átomo se establece de acuerdo a la secuencia:

**1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d**  
**5p 6s...**



# 3. Reglas que rigen la configuración electrónica



## 3.3 Regla de máxima multiplicidad de Hund

Las partículas subatómicas son **más estables** (tienen menor energía) cuando presentan **electrones desapareados** (espines paralelos) que cuando esos electrones están apareados (espines opuestos o antiparalelos).



Friedrich Hund  
(1896-1997)  
Físico alemán

Elementos	N° electrones	Diagrama orbitales				Configuración electrónica
		1s	2s	2p	3s	
Li	3	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\square$ $\square$ $\square$	$\square$	$1s^2 2s^1$
Be	4	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\square$ $\square$ $\square$	$\square$	$1s^2 2s^2$
B	5	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$ $\square$ $\square$	$\square$	$1s^2 2s^2 2p_x^1$
C	6	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$ $\uparrow$ $\square$	$\square$	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$
N	7	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$	$\square$	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
Ne	10	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	$\square$	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2$
Na	11	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$



¿Cuál de las siguientes afirmaciones corresponde al principio de Hund?

- A) Orbital es la región del espacio donde existe mayor probabilidad de encontrar un electrón.
- B) Los subniveles s, p, d y f contienen como máximo 2, 6, 10 y 14 electrones.
- C) El orbital s tiene forma esférica.
- D) Los electrones de un orbital deben tener espines contrarios.
- E) Todos los orbitales de un subnivel son llenados parcialmente, para después ser completados.

A blue square containing the white letter 'E'.

Reconocimiento



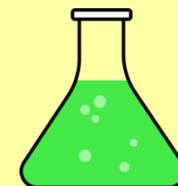
Un grupo de estudiantes diseña un experimento para evaluar cómo se relaciona la configuración electrónica con las propiedades químicas de los elementos, llegando a establecer que elementos con configuraciones electrónicas similares se comportan de forma parecida en las reacciones químicas.

Con respecto al fragmento anterior, es correcto afirmar que contiene

- A) una hipótesis y los resultados obtenidos al someterla a prueba.
- B) una pregunta de investigación y los resultados obtenidos.
- C) el objetivo de un experimento y las conclusiones derivadas de él.
- D) un procedimiento experimental y las conclusiones obtenidas.
- E) los antecedentes de un problema y el experimento para abordarlo.

Comprensión

**Habilidad de Pensamiento Científico:** Identificación de teorías y marcos conceptuales, problemas, hipótesis, procedimientos experimentales, inferencias y conclusiones, en investigaciones científicas clásicas o contemporáneas.





¿Cuál es la configuración electrónica del anión  $^{15}\text{X}^{2-}$ , que es isótono con el  $^{16}_8\text{O}$ ?

- A)  $1s^2 2s^2 2p^3$
- B)  $1s^2 2s^2 2p^1$
- C)  $1s^2 2s^2 2p^4$
- D)  $1s^2 2s^2 2p^6$
- E)  $1s^2 2s^2 2p^5$

**E**

Aplicación

Fuente : **DEMRE - U. DE CHILE**, Modelo de Ciencias Proceso de Admisión 2015.



## Números cuánticos

Principal  
( $n$ )

Secundario  
( $l$ )

Magnético  
( $m$ )

Espín  
( $s$ )

Energía y  
tamaño

Forma

Orientación  
espacial

Rotación

Configuración electrónica

